

Liaison covalente

Cours de sciences physiques - niveau 2de

Ensuite, deux atomes d'hydrogène isolés finissent toujours par se rapprocher et s'associer, alors que des atomes d'hélium restent chacun de leur côté : qu'est-ce qui change ? Par ailleurs, la réponse tient à la **liaison covalente**, ce « ciment » qui tient les atomes ensemble dans l'eau, le dioxygène ou le sucre. Puis en seconde, on apprend à la décrire avec les électrons de valence et à la dessiner avec le schéma de Lewis.

L'essentiel : Une liaison covalente est la mise en commun d'un doublet d'électrons entre deux atomes. Les atomes cherchent à respecter la règle du duet (2 électrons) ou de l'octet (8 électrons) sur leur couche externe. L'atome d'oxygène a 6 électrons de valence et forme deux liaisons dans la molécule d'eau $(\mathrm{H}_2\mathrm{O})$.

Puis, ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Pourquoi les atomes s'associent-ils ?

Ainsi, les gaz nobles (hélium, néon, argon) sont très peu réactifs : ils existent sous forme d'atomes isolés. Leur stabilité vient de leur structure électronique : la couche externe est **saturée**, avec 2 électrons pour l'hélium ($1s^2$) et 8 électrons pour le néon ($1s^2 2s^2 2p^6$) ou l'argon ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$).

Par ailleurs, les autres atomes n'ont pas cette chance. Ensuite, pour gagner en stabilité, ils s'associent et se comportent « comme s'ils avaient » la couche externe d'un gaz noble. Plusieurs mécanismes existent ; le plus courant entre atomes non métalliques est la mise en commun d'électrons, c'est-à-dire la liaison covalente.

Les électrons de valence

DÉFINITION

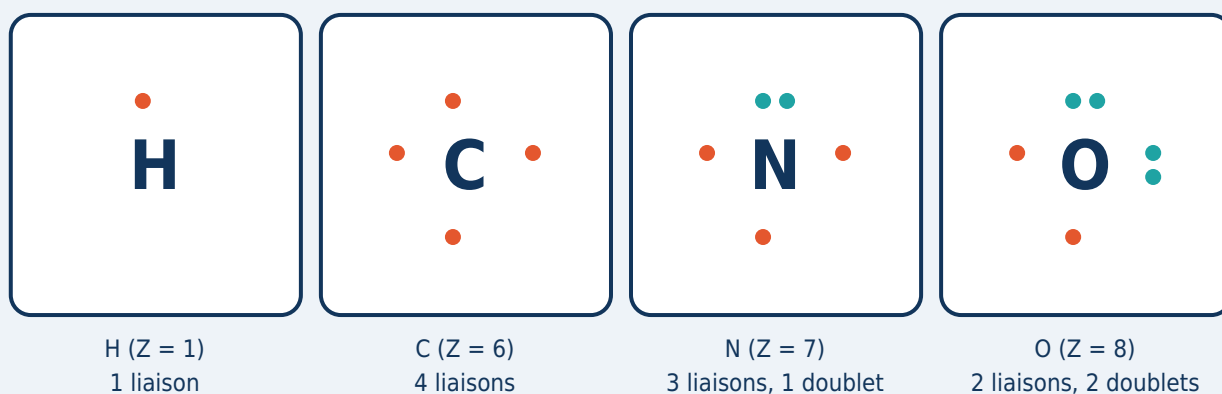
De plus, les **électrons de valence** d'un atome sont les électrons de sa **couche externe**, celle de plus grand numéro n. Puis ce sont eux qui participent aux liaisons.

EXEMPLE

L'oxygène a pour numéro atomique $Z = 8$: sa configuration est $1s^2 2s^2 2p^4$. De plus, la

couche externe est $n = 2$, elle contient $2 + 4 = 6$ **électrons de valence**.

Atome	Z	Configuration	Électrons de valence	Liaisons formées	Doublets non liants
Hydrogène H	1	$1s^1$	1	1	0
Carbone C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	4	0
Azote N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	3	1
Oxygène O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	2	2
Fluor F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7	1	3
Chlore Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	1	3



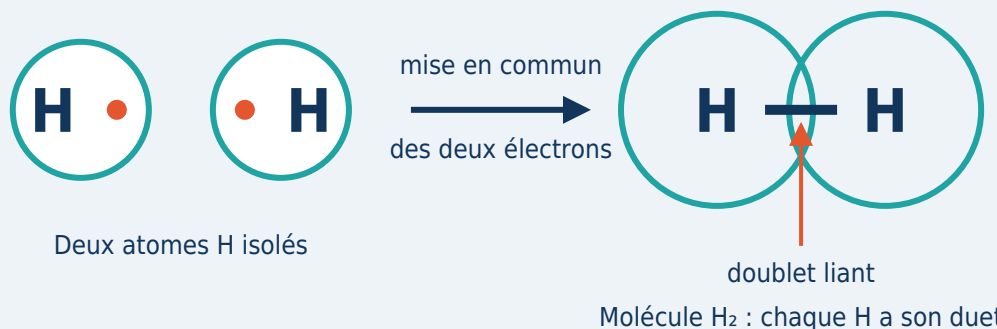
Les points orange sont des électrons célibataires (ils forment les liaisons) ; les paires de points verts sont des doublets non liants.

La liaison covalente : mettre des électrons en commun

DÉFINITION

Donc, une **liaison covalente** est la mise en commun de **deux électrons** (un fourni par chaque atome) entre deux atomes. Ensuite, ces deux électrons forment un **doublet liant**. Par ailleurs, un **doublet non liant** est un doublet d'électrons de valence qui reste sur un seul atome.

Enfin, dans la molécule de dihydrogène H_2 , chaque atome possède 1 électron. Puis en mettant en commun leurs deux électrons, les atomes se trouvent chacun entourés de 2 électrons : ils ont la structure de l'hélium. Ensuite, une **molécule** est ainsi un assemblage d'atomes liés par des liaisons covalentes.



La liaison covalente de H_2 : les deux électrons mis en commun forment un doublet liant qui entoure les deux atomes.

Les règles du duet et de l'octet

PROPRIÉTÉ

Règle du duet : l'hydrogène (et l'hélium) est stable avec **2 électrons** sur sa couche externe. **Règle de l'octet** : les atomes de numéro atomique voisin de celui du néon (C, N, O, F, Cl...) sont stables avec **8 électrons** (4 doublets) sur leur couche externe.

Ensuite, ces règles permettent de prévoir le nombre de liaisons qu'un atome forme : il lui manque, pour atteindre l'octet, 8 moins son nombre d'électrons de valence, et chaque liaison covalente lui en apporte un.

FORMULE À RETENIR

$$\text{nombre de liaisons} = 8 - \text{nombre d'électrons de valence}$$

Valable pour C, N, O, F, Cl. Puis l'hydrogène, soumis au duet, forme $2 - 1 = 1$ liaison.

APPLICATION

Azote : $8 - 5 = 3$ liaisons. Oxygène : $8 - 6 = 2$ liaisons. Chlore : $8 - 7 = 1$ liaison.
Carbone : $8 - 4 = 4$ liaisons.

Écrire un schéma de Lewis : la méthode

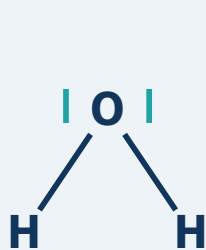
Puis, le **schéma de Lewis** d'une molécule représente tous les doublets de la couche externe : un trait entre deux atomes pour un doublet liant, un trait sur un atome pour un doublet non liant.

MÉTHODE

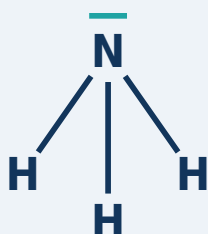
1. Compter les électrons de valence de chaque atome, puis le total dans la molécule.
2. Diviser ce total par 2 : on obtient le nombre de doublets à placer.
3. Relier les atomes de façon que chacun forme son nombre de liaisons.
4. Placer les doublets restants en doublets non liants pour que chaque atome respecte le duet ou l'octet.
5. Vérifier : nombre de doublets dessinés = nombre de doublets annoncé.

EXEMPLE : LA MOLÉCULE D'EAU H_2O

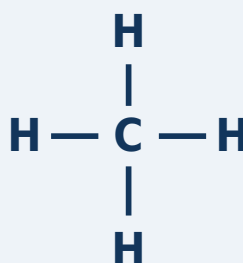
Électrons de valence : 2×1 (deux H) + 6 (O) = 8, soit **4 doublets**. De plus, l'oxygène forme 2 liaisons, une avec chaque hydrogène : 2 doublets liants. Ensuite, il reste $4 - 2 = 2$ doublets, qui sont des **doublets non liants portés par O**. Vérification : O est entouré de $2 \times 2 + 2 \times 2 = 8$ électrons (octet), chaque H de 2 (duet).



H_2O
8 e⁻ = 4 doublets



NH_3
8 e⁻ = 4 doublets



CH_4
8 e⁻ = 4 doublets



CO_2
16 e⁻ = 8 doublets

Schémas de Lewis : les traits noirs sont des doublets liants, les traits verts des doublets non liants.

Les liaisons multiples

Ainsi, quand les liaisons simples ne suffisent pas à satisfaire l'octet, deux atomes mettent en commun **deux doublets** (liaison double, notée =) ou **trois doublets** (liaison triple, notée ≡).

EXEMPLE : LE DIOXYDE DE CARBONE CO_2

Électrons de valence : $4 + 2 \times 6 = 16$, soit **8 doublets**. Par ailleurs, le carbone doit former 4 liaisons et chaque oxygène 2 : on place **deux liaisons doubles** $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (4 doublets liants). Puis les 4 doublets restants sont non liants : 2 sur chaque oxygène. Chaque atome est bien entouré de 8 électrons.

EXEMPLE : LE DIAZOTE N_2

$5 + 5 = 10$ électrons, soit 5 doublets. Chaque azote forme 3 liaisons : **liaison triple** $\text{N} \equiv \text{N}$ (3 doublets liants), plus 1 doublet non liant sur chaque azote (2 doublets) : $3 + 2 = 5$ doublets.

Plus deux atomes partagent de doublets, plus la liaison est courte et solide : la liaison $C\equiv C$ est plus courte que $C=C$, elle-même plus courte que $C-C$.

Formules et représentations d'une molécule

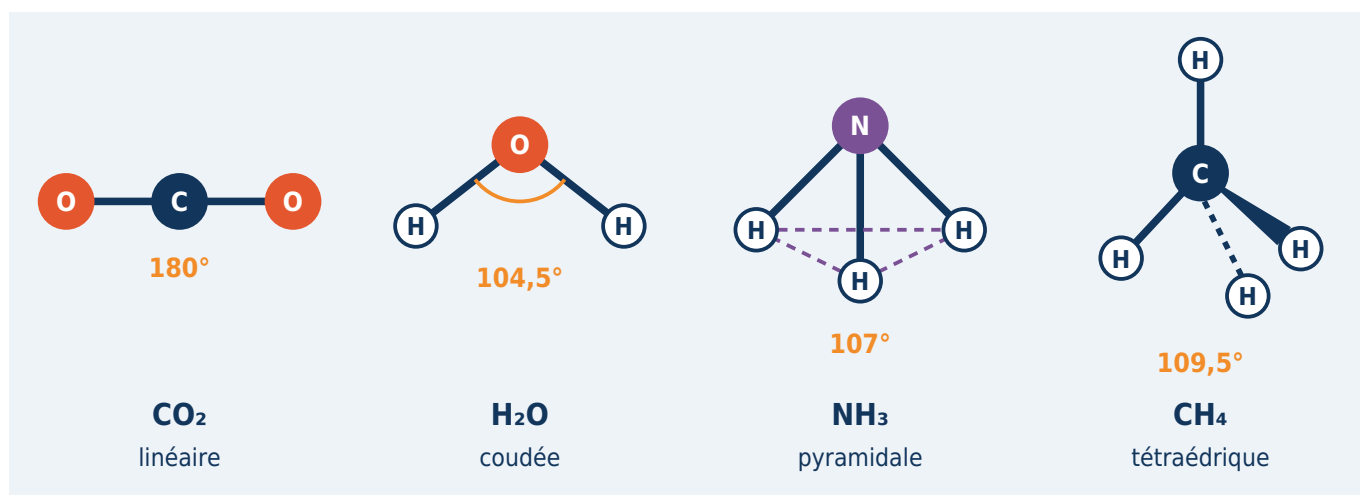
- Par ailleurs, la **formule brute** donne le nombre de chaque atome : C_2H_6O .
- De plus, la **formule développée** représente toutes les liaisons entre atomes.
- Donc, le **schéma de Lewis** ajoute les doublets non liants.
- Enfin, le **modèle moléculaire** (boules et tiges) montre la forme dans l'espace.

Ensuite, une même formule brute peut correspondre à plusieurs molécules différentes : ce sont des **isomères**. Par exemple, C_2H_6O est la formule de l'éthanol (CH_3-CH_2-OH) mais aussi du méthoxyméthane (CH_3-O-CH_3), deux espèces aux propriétés très différentes.

La géométrie des molécules

Puis, les doublets d'électrons (liants ou non liants) qui entourent un atome se repoussent et s'écartent le plus possible les uns des autres. Cela explique la forme de la molécule. Ensuite, on voit les atomes, pas les doublets non liants, mais ils imposent l'orientation des liaisons.

Molécule	Doublets autour de l'atome central	Géométrie	Angle
CO_2	2 liaisons doubles	linéaire	180°
H_2O	2 liants + 2 non liants	coudée	environ $104,5^\circ$
NH_3	3 liants + 1 non liant	pyramidale	environ 107°
CH_4	4 liants	tétraédrique	environ $109,5^\circ$



Géométrie de quatre molécules : l'angle entre les liaisons dépend du nombre de doublets autour de l'atome central.

ERREUR FRÉQUENTE

Ne pas confondre **transfert** et **mise en commun** d'électrons : dans une liaison covalente, les électrons sont partagés entre les deux atomes. Autres pièges : oublier les doublets non liants (l'oxygène de l'eau en porte deux), compter l'hydrogène avec

l'octet au lieu du duet, ou dessiner une molécule d'eau alignée alors qu'elle est coudée.

L'essentiel à retenir

- Ainsi, les électrons de valence sont ceux de la couche externe.
- Par ailleurs, une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons : un doublet liant.
- Duet pour H (2 électrons), octet pour C, N, O, F, Cl (8 électrons).
- Nombre de liaisons formées : H 1, C 4, N 3, O 2, F et Cl 1.
- De plus, le schéma de Lewis place tous les doublets : nombre de doublets = total d'électrons de valence $\div$ 2.
- Donc, une liaison double ou triple met en commun 2 ou 3 doublets.
- Enfin, les doublets se repoussent : CO₂ linéaire, H₂O coudée, NH₃ pyramidale, CH₄ tétraédrique.

Tout le chapitre « Molécules et liaisons covalentes » en seconde

- Les exercices : Molécules et liaisons covalentes
- Le corrigé des exercices : Molécules et liaisons covalentes
- Le TP : Molécules et liaisons covalentes
- Le corrigé du TP : Molécules et liaisons covalentes
- Le QCM : Molécules et liaisons covalentes

Chapitre précédent : Éléments chimiques et classification périodique (cours)

Chapitre suivant : Ions et solutions ioniques (cours)

Retrouve aussi tous les cours de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.